Conservación de la masa en las *transformaciones químicas*



Hacia mediados del siglo XVIII el sabio francés Antoine Laurent de Lavoisier, considerado el padre de la química moderna, se dedicaba a realizar experimentos químicos.

Demostró que en una reacción química la cantidad de materia permanece constante antes y después de la transformación.

Sus descubrimientos fueron la base para establecer la ***ley de la conservación de la masa***.

En otras palabras podríamos enunciar esta ley diciendo:

> *En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos. Es decir, la masa total del sistema (reacción) permanece constante.*

Así, por ejemplo, cuando se hacen reaccionar 7 g de hierro con 4 g de azufre se obtienen 11 g de sulfuro de hierro:

$$\underset{7g}{Fe} + \underset{4g}{S} \longrightarrow \underset{11g}{FeS}$$

masa reactivos* = *masa productos

ACTIVIDAD 1

- Calculá la cantidad de carbono que reacciona con 16 g de oxígeno, si se obtienen 22 g de dióxido de carbono.
  Escribí la ecuación química y la fórmula de cada compuesto.

Como sabemos que la masa es equivalente a la cantidad de átomos, podríamos extender el enunciado de la ley a la siguiente expresión.

N° de átomos de los reactivos = N° de átomos de los productos

En la reacción del ácido clorhídrico con el zinc, se forma cloruro de zinc e hidrógeno. Traducido a una ecuación química lo representamos:

$$HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

- Contá cuántos átomos de zinc hay en los reactivos. ¿Y en los productos?
- Hacé lo mismo para el hidrógeno y el cloro.

Parece que hay algo que no anda bien. Si hiciste las cuentas como nosotros habrás observado que en los reactivos sólo hay ***un*** átomo de hidrógeno y en los productos hay ***dos***. Lo mismo ocurre con el cloro.

$$HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Átomos	**Cantidad en Reactivos**	**Cantidad en Productos**
Hidrógeno	1	2
Cloro	1	2
Zinc	1	1
TOTAL	***3***	***5***

¡¿¡Y la ley de conservación de la masa!?!

Bueno, calma, tranquilidad.

Esta ecuación química está incompleta. Como verás, para que se cumpla la ley tendremos que hacer unos pequeños ajustes en las cantidades de moléculas que reaccionan.

$$2\ HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Ahora diremos que ***dos moléculas*** de ácido clorhídrico al reaccionar con el zinc originan cloruro de zinc e hidrógeno.

Si lo hicimos bien, cuando vuelvas a contar la cantidad de átomos de hidrógeno y cloro de los reactivos y productos deberá ser la misma. Comprobalo haciendo una tabla como la anterior.

A estos ajustes realizados en las ecuaciones químicas lo denominaremos ***balance*** o ***balanceo*** de ecuaciones.

La ***estequiometría*** es la parte de la química que estudia las cantidades de sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

Es importante dejar claro que los subíndices de las fórmulas químicas no se pueden cambiar. Sólo hay que indicar el número de moléculas que intervienen mediante un coeficiente delante de la fórmula química de cada compuesto (cuando sea necesario). Para realizar los *cálculos estequiométricos* (balanceo) generalmente se buscan al tanteo los coeficientes menores.

Ejemplos:

Para la siguiente reacción:

$$NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$$

Es necesario realizar los siguiente ajustes:

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \longrightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

El coeficiente (4) se multiplica por el subíndice de cada átomo (nitrógeno 1; hidrógeno 3).

Completá la tabla para verificarlo.

Átomos	Cantidad en Reactivos	Cantidad en Productos
Hidrógeno	12	
TOTAL		



ACTIVIDAD 2

Ahora te toca a vos

1- Equilibrá la ecuación y armá la tabla correspondiente:

$$Fe_2O_3 \longrightarrow Fe + O_2$$

2- Balanceá todas las ecuaciones químicas de la etapa anterior que lo necesiten.



Buscá más información sobre estos temas en distintos textos, enciclopedias o Internet.

Conservación de la masa en las *transformaciones químicas*

ACTIVIDAD 1

6 gramos

ACTIVIDAD 2

1- $2\ Fe_2O_3 \longrightarrow 4\ Fe + 3\ O_2$